

EL ÁTOMO

ANTECEDENTES HISTÓRICOS. (¿)

- **Leucipo y Demócrito**. Proponen la “Discontinuidad de la materia”.
- **Dalton**. Formula la primera “Teoría atómica”.
- **Volta, Davy, Faraday, Berzelius**, descubren la “Naturaleza eléctrica de la materia”.
- **Thomson y Millikan** descubren el electrón.

MODELOS ATÓMICOS.

- **Dalton**. No es propiamente un modelo.
- **Thomson**. Propone “cargas negativas” incrustadas en un núcleo positivo.
- **Rutherford**. El átomo está hueco. La masa y la carga positiva está concentrada en el núcleo. Fuera están los electrones negativos.
- **Bohr**. Los electrones se sitúan por niveles.

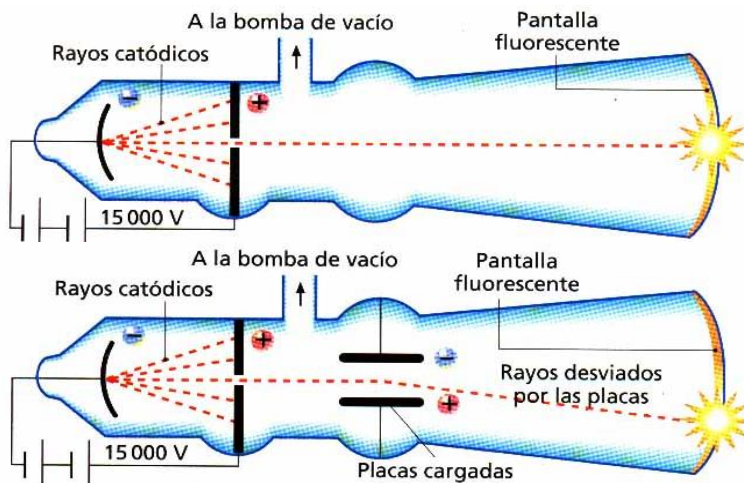
RAYOS CATÓDICOS. MODELO DE THOMSON.

Descubrimiento del electrón.

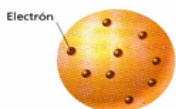
En 1897, al someter a un gas a baja presión a un voltaje elevado, este emitía unas radiaciones que se conocieron como rayos catódicos.

Se observó que los rayos catódicos eran partículas negativas (se desviaban hacia el polo positivo de un campo eléctrico) con gran energía cinética.

La relación carga/masa de los rayos catódicos es la misma independientemente del gas del que proceda. Se trata de las mismas partículas en todos los gases.



Se supuso que estas partículas deberían estar en todos los átomos. Thomson las llamó “electrones”. El modelo de Thomson consideraba que los electrones están incrustados en una esfera de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.



Modelo de Thomson

Descubrimiento del protón (1914)

(Fig. 4.7 pág 83)

Utilizando cátodos perforados, en tubos de descarga además de los rayos catódicos, Goldstein descubrió unos rayos positivos procedentes del ánodo que llamó rayos anódicos o canales.

La relación carga/masa de los rayos canales no es la misma sino que depende del gas del que proceda. En cualquier caso, la masa era muy superior a la de los electrones.

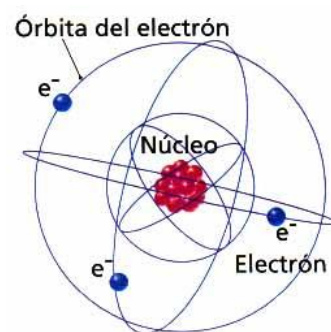
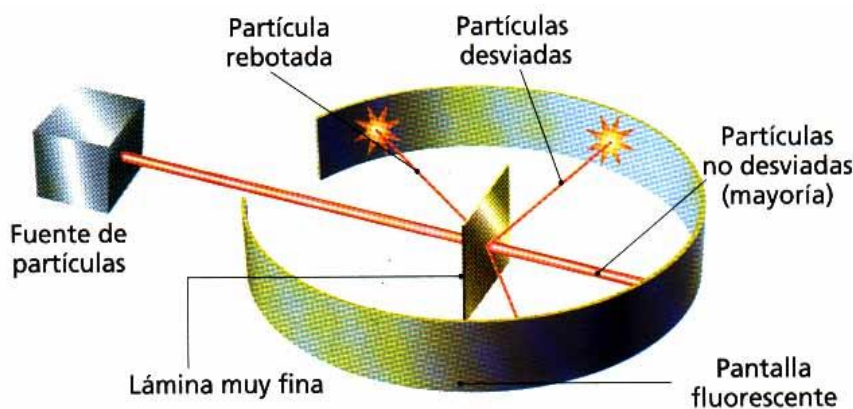
Se llamó “protón” a la partícula positiva procedente del gas más ligero (el hidrógeno), cuya carga coincidía exactamente con la del electrón.

Las cargas de otros rayos canales eran múltiplos de la del protón, por lo que supuso que deberían ser partículas con varios protones unidos.

EXPERIMENTO Y MODELO DE RUTHERFORD.

Cuando una fuente de partículas radiactivas α atravesaba una fina lámina de oro se observaba en una pantalla fluorescente que la mayoría seguían en línea recta, mientras que algunas rebotaban.

Esto sugirió un modelo hueco en el que la mayoría de la masa (positiva) se encontraba concentrada en un núcleo.



Según el modelo de Rutherford, el átomo consta de dos partes:

- El núcleo, que ocupa una parte muy pequeña del total del átomo, representa la mayor parte de su masa y contiene los protones por lo que está cargado positivamente.
- La corteza, zona más extensa donde giran los electrones alrededor del núcleo. Ocupa la mayor zona del volumen atómico y debido a que la masa de los electrones es tan pequeña, se puede decir que es una zona “vacía”.

Descubrimiento del neutrón (1932).

Rutheford observó que la suma de las masas de los protones y la de los electrones de un determinado átomo no coincidía con la masa atómica por lo que postuló la existencia de otra partícula que:

- Careciera de carga eléctrica.
- Poseyera una masa similar a la del protón.
- Estuviera situada en el núcleo.

Más adelante, en las primeras reacciones nucleares Chadwick detectó esta partícula y la denominó “neutrón”.

PARTÍCULAS ÁTOMICAS FUNDAMENTALES. (↗)

	Carga (C)	Masa (kg)
protón	$1,6021 \cdot 10^{-19}$	$1,6725 \cdot 10^{-27}$
neutrón	0	$1,6748 \cdot 10^{-27}$
electrón	$-1,6021 \cdot 10^{-19}$	$9,1091 \cdot 10^{-31}$

NÚMEROS QUE IDENTIFICAN A LOS ÁTOMOS:

Número atómico (Z): es el número de protones que tiene un átomo. Es distinto para cada elemento.

Número másico (A): es la suma de protones y neutrones de un núcleo atómico.

$$A = Z + N$$

Normalmente, tanto Z como A suelen situarse a la izquierda del símbolo del elemento, Z en la parte inferior y A en la superior.

***Actividad 1 pág. 86 y 4 pág 87

ISÓTOPOS

- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (N) y por tanto distinto A, se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

IÓN

Átomo, o conjunto de átomos con carga eléctrica.

Al quitar un electrón al átomo éste queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es **un ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**.

En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**.

El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo, ya que se modificaría el número atómico y correspondería a otro elemento.

Ejemplos Li^+ , O^{2-} , Al^{+3} , Cl^- , Fe^{+3}

MASA ATÓMICA (Repaso).

Es la media ponderal (teniendo en cuenta el % en que está cada uno) de la masa de los isótopos de un elemento.

Se mide en *UMAs* (*u*) (doceava parte de la masa del ^{12}C).

$$1\text{ u} = 1,66 \times 10^{-24}\text{ g} = \frac{1}{6,023 \times 10^{23}}\text{ g} = 1,66 \times 10^{-27}\text{ kg}$$

Ejemplo:

El neón es un elemento químico de $Z=10$. En la naturaleza se encuentra tres isótopos de masas atómicas 19,99, 20,99 y 21,99 UMAs. Si sus proporciones respectivas son del 90,92 %, 0,26 % y 8,82 % calcula la masa atómica en UMAs y kg.

$$\frac{(90,92 \times 19,99 + 0,26 \times 20,99 + 8,82 \times 21,99)\text{ u}}{100} = 20,17\text{ u} \times 1,66 \times 10^{-27} \frac{\text{kg}}{\text{u}} = 3,348 \times 10^{-26}\text{ kg}$$

Ejemplo:

La masa atómica del cloro es 35,45 u. Si tiene dos isótopos, ^{35}Cl y ^{37}Cl , de masas 34,97 y 36,93 u respectivamente. Calcular el % de cada uno de ellos.

$$\frac{34,97\text{ u } x + 36,93 \times (100 - x)}{100} = 35,45\text{ u}$$

De donde $x = 75,53\%$ del isótopo ^{35}Cl ; $24,47\%$ del isótopo ^{37}Cl

*****Actividad: 2, 5 y 6 pág. 87**

RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA (MAXWELL 1864).

La energía desprendida de los átomos se transmite como ondas electromagnéticas.

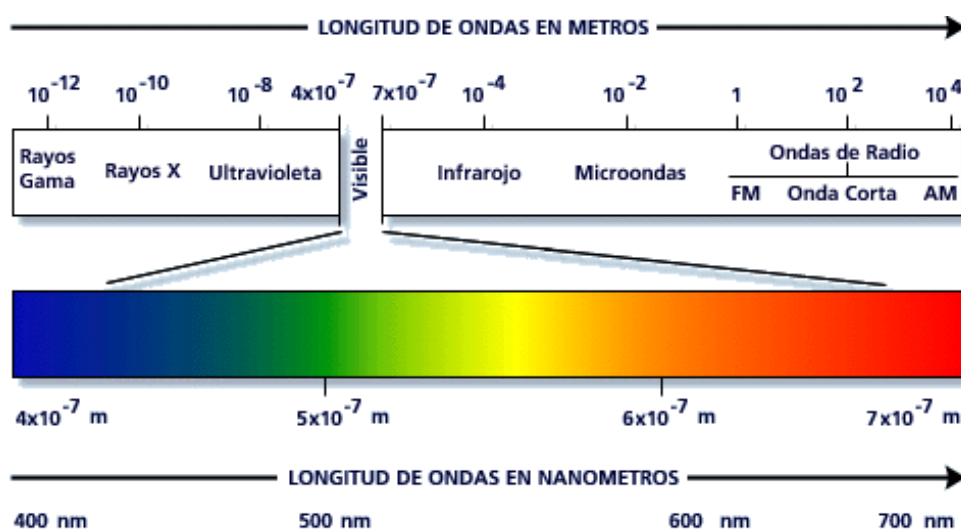
Una onda electromagnética consiste en la oscilación de un campo eléctrico y otro magnético en direcciones perpendiculares, entre sí, y a su vez, perpendiculares ambos a la dirección de propagación.

Se caracterizan por una determinada longitud de onda " λ " o por su frecuencia " ν ". La relación entre ambas viene dada por $\lambda \times \nu = c$ o bien como $\nu = \frac{c}{\lambda}$ en donde c es la constante velocidad de la luz ($c = 300.000 \text{ km/s} = 3 \times 10^8 \text{ m x s}^{-1}$).

La frecuencia se mide, pues, en s^{-1} (hercios)

No necesitan para propagarse medio material.

Espectro electromagnético: El conjunto de todas las radiaciones electromagnéticas desde muy bajas longitudes de ondas como los rayos γ (10^{-12} m) hasta kilómetros (ondas de radio).



www.puc.cl/ow_educ/eda1106/CAP2/2B/2B1/

Espectros atómicos.

espectros

Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento...) éstos emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.

Estas radiaciones dispersadas en un prisma de un espectroscopio se ven como una serie de rayas, y el conjunto de las mismas es lo que se conoce como **espectro de emisión**.

Igualmente, si una luz continua atraviesa una sustancia, ésta absorbe unas determinadas radiaciones que aparecen como rayas negras en el fondo continuo (**espectro de absorción**).

Series espectrales.

Las diferentes líneas que aparecieron en el espectro del hidrógeno se podían agrupar en diferentes series cuya longitud de onda es más parecida:

- Serie **Lyman**: zona ultravioleta del espectro.
- Serie **Balmer**: zona visible del espectro.
- Serie **Paschen**: zona infrarroja del espectro.
- Serie **Bracket**: zona infrarroja del espectro.
- Serie **Pfund**: zona infrarroja del espectro.

Ley de Rydberg. •

La relación entre las longitudes de onda de las distintas rayas del espectro del hidrógeno viene dada por la expresión:

$$1 / \lambda = R (1 / n_1^2 - 1 / n_2^2)$$

Donde n_1 y n_2 son números naturales, cumpliéndose siempre que $n_2 > n_1$, con lo que el paréntesis queda positivo. R es una constante llamada constante de Rydberg cuyo valor es: $R = 1,0968 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$.

- Si $n_1 = 1$; $n_2 = 2, 3, 4, 5, \dots$ Serie Lyman
- Si $n_1 = 2$; $n_2 = 3, 4, 5, 6, \dots$ Serie Balmer
- Si $n_1 = 3$; $n_2 = 4, 5, 6, 7, \dots$ Serie Paschen
- Si $n_1 = 4$; $n_2 = 5, 6, 7, 8, \dots$ Serie Bracket
- Si $n_1 = 5$; $n_2 = 6, 7, 8, 9, \dots$ Serie Pfund .

***Actividad: 8 pág. 89

ORÍGENES DE LA TEORÍA CUÁNTICA.

El modelo de Rutherford, basado en la concentración de carga positiva en el núcleo de los átomos girando los electrones en órbitas a enorme distancia del núcleo en relación a su tamaño, explicaba la gran penetrabilidad de determinadas partículas en la materia. Sin embargo, pronto se vieron algunos inconvenientes que sugerían que debía cambiarse la teoría atómica:

- Explicación de los espectros atómicos.
- La no emisión de energía por el giro de los electrones (se sabía por entonces que al girar partículas cargadas, éstas deberían emitir energía en forma de radiación electromagnética, lo que inevitablemente conduciría a los electrones a “caer” hacia el núcleo produciendo un colapso de los átomos).

Esto iba en contra de la estabilidad observada de los átomos. Igualmente, las líneas espectrales deberían ser explicadas a partir de una nueva teoría atómica.

Hipótesis de Plank. Cuantización de la energía.

El estudio de estas rayas espectrales permitió relacionar la emisión de radiaciones de determinada “ λ ” con cambios energéticos asociados a saltos electrónicos. Así Plank supuso que la energía estaba cuantizada, al igual que ocurría con la masa o la carga; es decir, la energía absorbida o desprendida de los átomos sería un múltiplo de una cantidad establecida o “cuanto” que correspondería a la energía correspondiente a la energía emitida o absorbida por un átomo.

Así, si un átomo emite radiación de frecuencia “ ν ”, la energía desprendida por dicho átomo sería:

$$E = h \times \nu$$

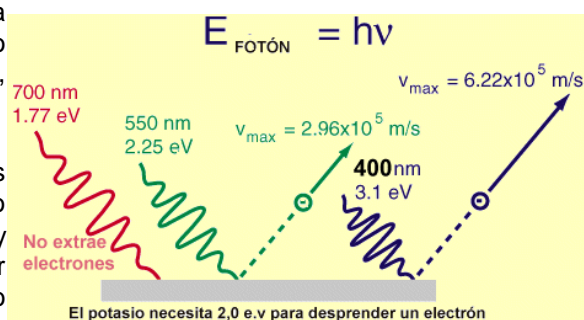
Y la energía total emitida será por tanto un múltiplo de esta cantidad, según el número de átomos que emitan: $E = n h \times \nu$, en donde $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J} \times \text{s}$ (Constante de Plank) y “ n ” es un número entero (n° de átomos emisores), lo cual significa que la energía ganada o cedida por un átomo es un múltiplo de la cantidad de energía mínima ($h \times \nu$). Como lógicamente el número de átomos es muy grande y la constante “ h ” muy pequeña, en la práctica no se aprecia esta cuantización, al igual que sucede con la masa.

***Actividad: 9 y 10 pág. 90

Efecto fotoeléctrico. Teoría corpuscular.

Algunos metales al incidir una determinada radiación sobre ellos emiten electrones. Este fenómeno es utilizado prácticamente para cerrar un circuito que, por ejemplo, abra las puertas de un ascensor...

Se sabe que la capacidad para emitir electrones no depende de la intensidad de la radiación sino únicamente de su frecuencia “ ν ”, es decir, un haz muy luminoso de baja frecuencia puede no producir ionización, mientras que uno mucho menos luminoso pero de mayor frecuencia, sí. La frecuencia mínima para extraer un electrón de un átomo (efecto fotoeléctrico) se



denomina “**frecuencia umbral** “ ν_0 ”.

Einstein, aplicando la hipótesis de Plank, elaboró la **teoría corpuscular**, en la que suponía que la luz estaba formada por partículas, a los que denominó “**fotones**” cuya energía venía determinada por $E = h \cdot \nu$. Si dicha energía se igualaba o superaba a la energía de ionización necesaria para arrancar el electrón) se producía la ionización del electrón.

Si se suministra una radiación de mayor frecuencia, el resto de la energía se transforma en energía cinética del electrón:

$$h \cdot \nu = h \cdot \nu_0 + E_c$$

Ejemplo:

Calcula la energía de fotones de rayos X cuya longitud de onda es de 0,6 nm. ($h = 6,625 \times 10^{-34} \text{ J s}$).

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m/s}}{0,6 \times 10^{-9} \text{ m}} = 5 \times 10^{17} \text{ s}^{-1}$$

$$E = h \times \nu = 6,625 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 5 \times 10^{17} \text{ s}^{-1} = 33,125 \times 10^{-17} \text{ J} = \mathbf{3,3125 \times 10^{-16} \text{ J}}$$

***Actividad: 11 pág. 90

MODELO DE BOHR.

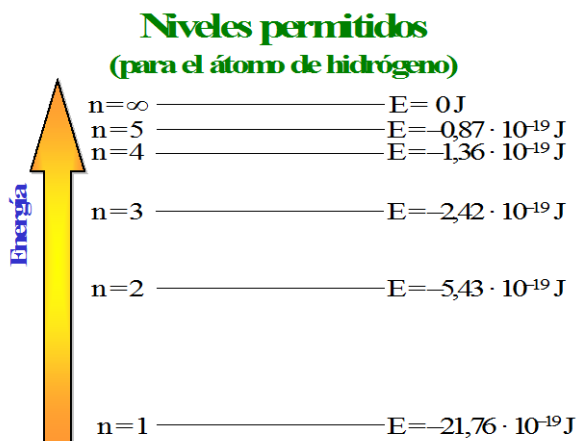
El inconveniente presentado por el modelo de Rutherford, de que los electrones, al girar alrededor del núcleo, deberían perder continuamente energía, y en consecuencia, se precipitarían al núcleo, junto a dos nuevos hechos:

- Aparición del espectro del H.
- Teoría cuántica de Plank.

llevan a la formulación por parte de Bohr en 1913 de una nueva teoría atómica, que se basa en los siguientes

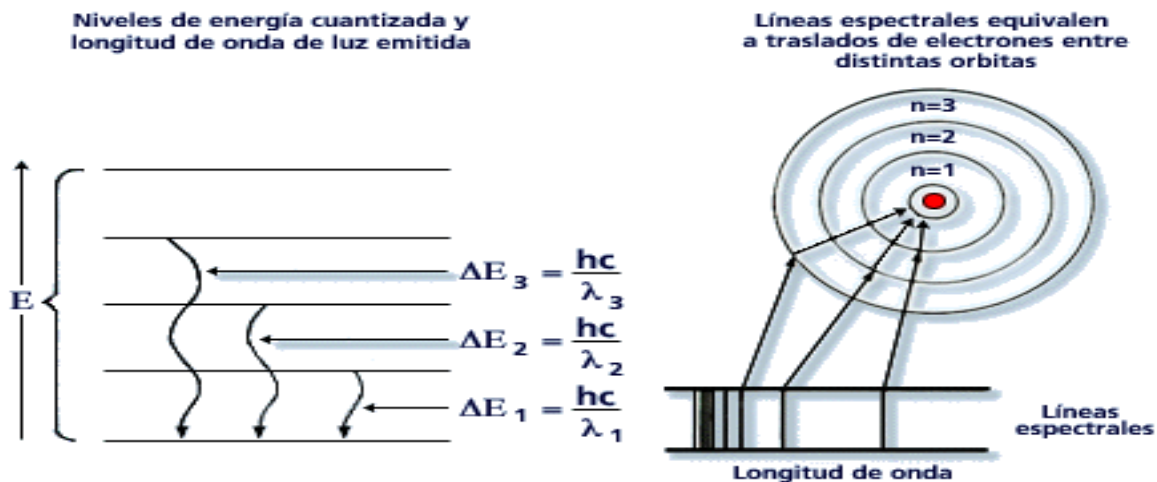
Postulados:

- “Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo en ciertas órbitas permitidas en las que se cumple que: $m \times v \times r = n \times h / 2\pi$ ” en donde $n = 1, 2, 3, 4...$ (número cuántico principal)
- “Los electrones al girar en estas órbitas no emiten energía”.
- “Cuando un átomo recibe energía los electrones pasan a un nivel superior (estado excitado). Posteriormente, cuando el electrón vuelve a su órbita, el átomo emite un fotón correspondiente a $\Delta E = E_2 - E_1$ entre ambos niveles, de frecuencia o longitud de onda determinadas ($\Delta E = h \times \nu$)”.



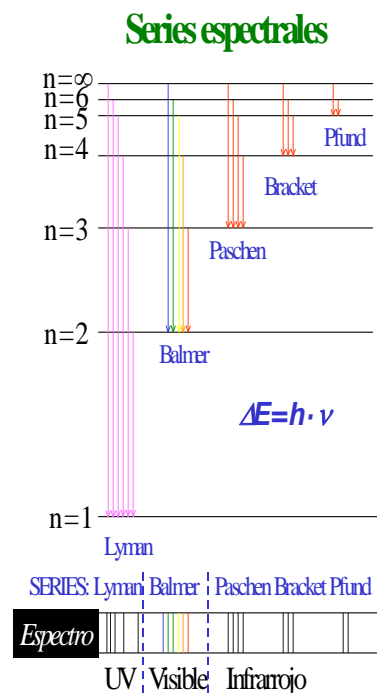
Relación entre los saltos electrónicos y los espectros.

Cuando un electrón que ha saltado a niveles de mayor energía (estado excitado) y cae de nuevo a niveles de menor energía se produce la emisión de un fotón de una longitud de onda definida que aparece como una raya concreta en el espectro de emisión.

[illegible]

En cambio, cuando irradia una sustancia con luz blanca (radiación electromagnética continua) los electrones escogen las radiaciones de este espectro continuo para producir saltos a niveles superiores (estado excitado). Si recogemos la radiación electromagnética con la que hemos irradiado después de pasar por la sustancia vemos que le faltan una serie de líneas que corresponden con saltos electrónicos. Es lo que se denomina un espectro de absorción.

Lógicamente las líneas del espectro de emisión son las que faltan en el de absorción pues la energía para pasar de un nivel a otro es la misma suba o baje el electrón.



Correcciones al átomo de Bohr.

Sommerfeld ---Subniveles de energía---

La mejora en la técnica espectroscópica lleva a observar que las rayas observadas por Bohr estaban formadas por varias muy próximas.

Sommerfeld lo explicó afirmando que los electrones giraban en órbitas circulares o elípticas de energías muy próximas que se diferenciaban en la excentricidad

Los niveles definidos por Bohr serían varios posibles muy próximos =>**subniveles**

El subnivel viene diferenciado por el 2º número cuántico l (azimutal o secundario) . $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$ según la excentricidad de la elipse.

Efecto Zeeman --Número cuántico magnético--

Las rayas espectrales sufrían un nuevo desdoblamiento al realizarse el espectro bajo la acción de un campo magnético intenso. Esto se interpretó como que era debido a la diferente orientación de las órbitas en el espacio. Este desdoblamiento debido al campo magnético se conoce como efecto Zeeman.

Se introduce un nuevo número cuántico $m = \dots -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, \dots (-l, 0, +l)$. Este es llamado magnético y representa las diferentes orientaciones de las órbitas en el espacio dentro de una misma energía (subnivel).

El giro del electrón. Número cuántico de espín.

Para cada subnivel y orientación dentro del subnivel, el electrón puede tener un sentido de giro (espín) o el contrario. Sus valores son $m_s = \pm 1/2$. Esto se dedujo tras un nuevo desdoblamiento observado en los espectros en el que todas las rayas observadas anteriormente se desdoblaban en dos.

**** **Ej: Cuadro de posibles números cuánticos. Cada combinación indica un electrón diferente.**

Modelo actual del átomo. Modelo cuántico ó Mecanocuántico

Mantiene un átomo nucleado con protones, neutrones y alrededor se encuentran los electrones pero no en posiciones concretas, sino en diferentes estados estacionarios. Está basado en el Principio de Dualidad y el de Incertidumbre.

Hipótesis d Debroglie : Dualidad onda –corpúsculo

De Broglie unifica las dos teorías existentes sobre la luz, la clásica que consideraba a la luz como una onda y la corpuscular de Einstein. “**Cada partícula lleva asociada una onda**” cuya longitud es:

$$\lambda = h / m \cdot v$$

Así, los electrones, cuya masa es muy pequeña, tienen un onda asociada.

Esta teoría se confirma cuando se observan fenómenos ondulatorios (difracción) llevados a cabo con electrones que demuestran que « **los electrones pueden comportarse como onda** »

Principio de Incertidumbre de Heisemberg

« El hecho de medir provoca una alteración de la medida ».

No es posible conocer con exactitud la energía (velocidad) y la posición de un electrón. (como hacía Bohr).

Modelo cuántico del átomo

El modelo de Bohr indicaba posición y velocidad de los electrones (incompatible con principio de incertidumbre de la mecánica cuántica).

Schrödinger (1926) propuso una ecuación de onda para el electrón del H, en cuyas soluciones (valores energéticos permitidos) aparecían precisamente unos números que llamaremos **números cuánticos**: n, l y m.

El modelo mecano-cuántico, que es el que es admitido en la actualidad, se basa precisamente en los siguientes **Postulados**:

- El electrón se considera como una partícula con una onda asociada y quedará definida por una ecuación matemática (como le ocurre a las ondas). $\Psi \Rightarrow$ Ecuación de onda de Schrödinger.
- No permite saber la posición del electrón en cada momento, sino la probabilidad de encontrarlo en una región del espacio llamado **orbital**. Se renuncia por tanto a conocer su posición y se sustituye por la probabilidad de encontrarlo en un punto determinado. **Orbital** = Región del espacio donde hay una probabilidad alta de encontrar al electrón.
- Ψ Permite describir el comportamiento del electrón y la energía asociada al mismo. Los números cuánticos surgen al resolver Ψ y definen o determinan los estados energéticos de los orbitales (los niveles energéticos permitidos para un átomo vienen determinados por los valores posibles de los números cuánticos)

NÚMEROS CUÁNTICOS.

Cada electrón viene determinado por 4 números cuánticos: n , l , m y s (o m_s) (los tres primeros determinan cada orbital, y el cuarto “ s ” sirve para diferenciar a cada uno de los dos e^- que componen el mismo).

Los valores de éstos son los siguientes:

- $n = 1, 2, 3, 4, \dots \rightarrow$ **nivel**
- $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1) \rightarrow$ **subnivel(forma del orbital)**
- $m = -l, \dots, 0, \dots, l \rightarrow$ **orbital**
- $s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2} \rightarrow$ **electrón**

en donde “ n ” determina el nivel energético o “capa” y “ l ” el subnivel. Así, en la primera capa $n=1$, $l=0$, es decir, existe un solo subnivel “ s ”; El número cuántico magnético “ m ” indicaría la dirección espacial del orbital en el subnivel, lo que en el caso de un orbital “ s ” ($l=0$) nos da una única dirección espacial ($m=0$). El número cuántico “ s ” (no confundir con el orbital “ s ”) indica el sentido de giro de cada uno de los dos electrones que comparten cada orbital; por dicha razón toma dos valores ($+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$) en todos los orbitales.

	n	l	m	s
1s	1	0	0	$\pm 1/2$
2s	2	0	0	$\pm 1/2$
2p	2	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
3s	3	0	0	$\pm 1/2$
3p	3	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
3d	3	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
4s	4	0	0	$\pm 1/2$
4p	4	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
4d	4	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
4f	4	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	$\pm 1/2$

Orbitales atómicos.

Según ya sabemos los electrones de un átomo se sitúan en orbitales, los cuales tienen capacidad para situar dos de ellos, según el siguiente esquema:

- **1ª capa:** 1 orb. “ s ” (2 e^-)
- **2ª capa:** 1 orb. “ s ” (2 e^-) + 3 orb. “ p ” (6 e^-)
- **3ª capa:** 1 orb. “ s ” (2 e^-) + 3 orb. “ p ” (6 e^-) + 5 orb. “ d ” (10 e^-)
- **4ª capa:** 1 orb. “ s ” (2 e^-) + 3 orb. “ p ” (6 e^-) + 5 orb. “ d ” (10 e^-) + 7 orb. “ f ” (14 e^-)

Y así sucesivamente...

Los orbitales atómicos tienen distintas formas; así, los orbitales “ s ” son esféricos y tienen una única orientación. El resto de los tipos de orbitales poseen formas diferentes y direcciones concretas en el espacio; por ejemplo cada uno de los orbitales “ p ” (forma característica y tres direcciones posibles) se alinea sobre cada uno de los tres ejes de coordenadas.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

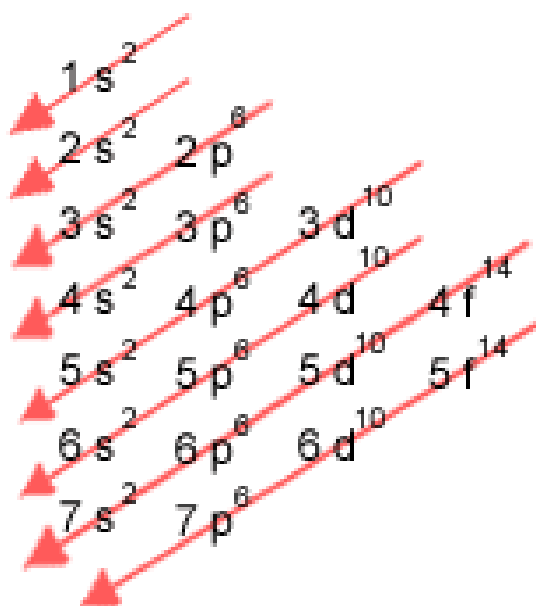
« Es la distribución ordenada de los electrones en los diferentes niveles y subniveles »
Los electrones se van situando en los distintos orbitales siguiendo los siguientes principios:

Principio de mínima energía (aufbau): “Los electrones se colocan siguiendo el criterio de mínima energía, es decir, se rellenan primero los niveles con menor energía y no se rellenan niveles superiores hasta que no estén completos los niveles inferiores”.

Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund): “Cuando un nivel electrónico tenga varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando desapareados en ese nivel electrónico”. No se coloca un segundo electrón en uno de dichos orbitales hasta que todos los orbitales de dicho nivel isoenergético están semiocupados.

Una vez colocados se cumple el **principio de exclusión de Pauli**: “No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.

Diagrama de Moeller



La regla de Moeller tiene en cuenta estas observaciones y permite realizar de forma rápida la distribución de los electrones en un átomo determinado.